Profesor
Elison Cortez

PITAGORAS
ACADEMIA

QUÍMICA

GRUPO PITÁGORAS

ENLACE QUÍMICO

REGLA DEL OCTETO

TIPOS DE ENLACE

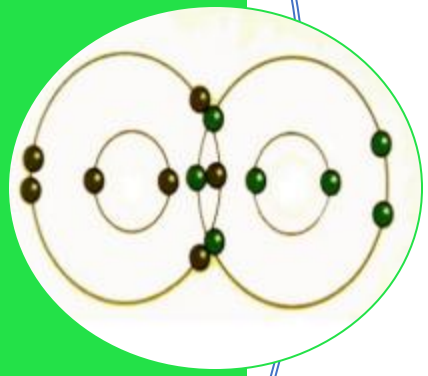
CONTENIDO

Enlace Químico

- Definición.
- Características. Propiedades.

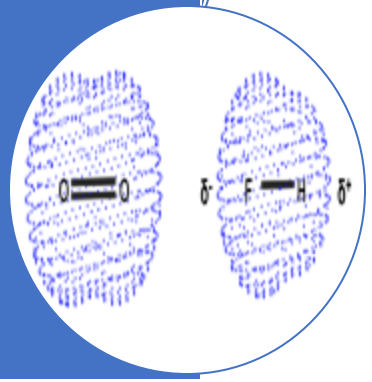
Elementos de un Enlace Químico

- Electrones de valencia.
- Regla del octeto.



Clasificación de los Enlaces Químicos

- Enlace Iónico
- Enlace Covalente
- Enlace Metálico

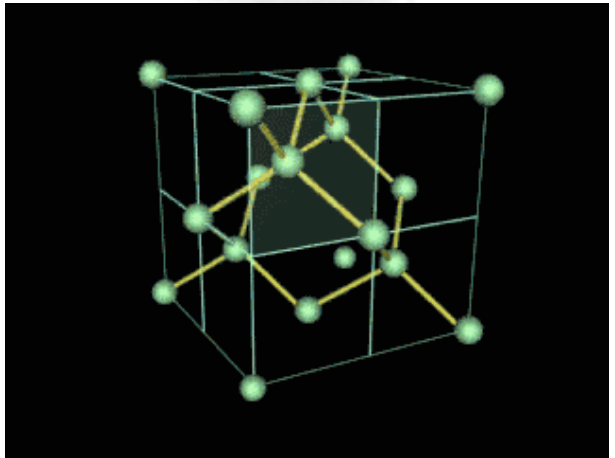


Planteamiento del problema

- La mina de un lápiz se compone de grafito y arcilla. El **grafito** es una sustancia simple formada por átomos de carbono. Existe otra sustancia simple formada también por átomos de carbono llamada **diamante.**

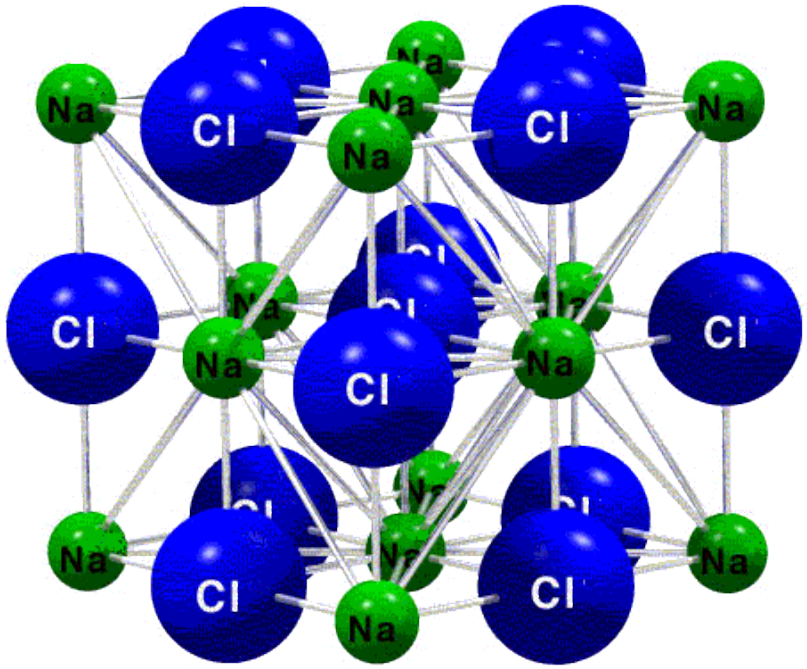
¿Cuál es la causa de que ambas sustancias tengan propiedades tan distintas y sin embargo estén formadas por el mismo tipo de átomo?

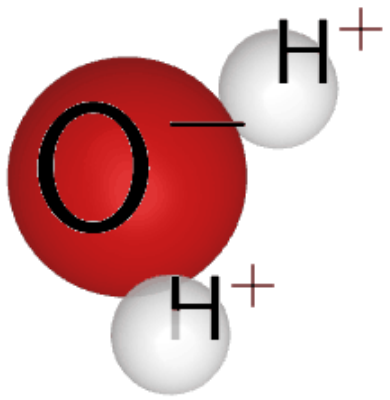
…



Planteamiento del problema

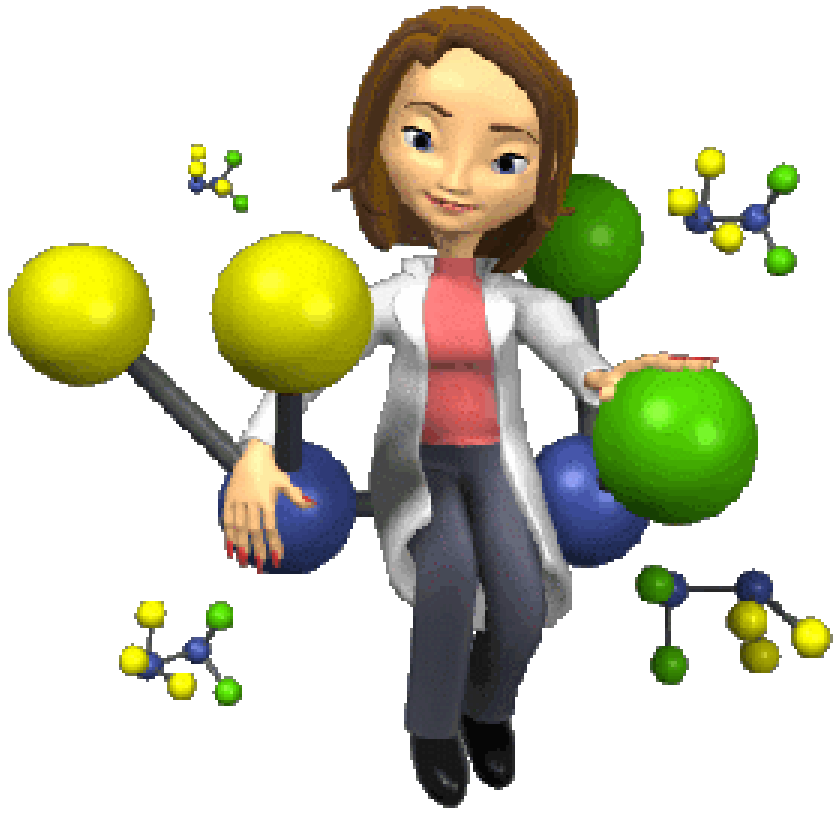
- ¿Por qué los átomos se unen en unas proporciones determinadas y no en otras? ¿Por qué NaCl y no Na_2Cl?
- ¿Por qué la molécula de CO_2 es lineal y la del H_2O es angular?
- ¿Qué es lo que determina las propiedades de una sustancia: solubilidad, conductividad eléctrica, estado de agregación a temperatura ambiente…?





CONCEPTOS BÁSICOS

Las propiedades características de las sustancias están relacionadas con la forma en que están unidas sus partículas y las fuerzas entre ellas, es decir, con el tipo de **ENLACE** que existe entre sus partículas.

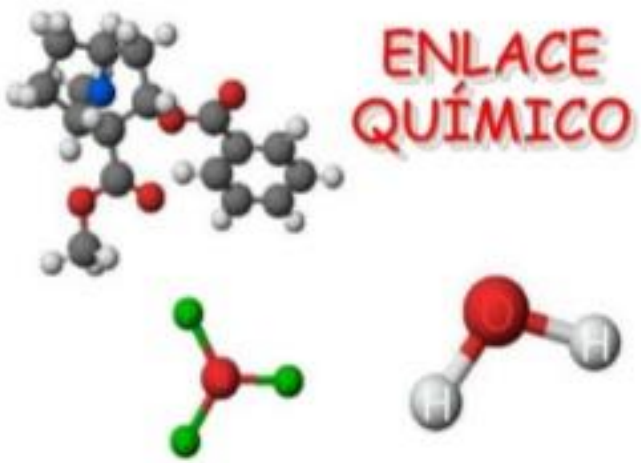


DEFINICIÓN DE ENLACE QUÍMICO

TEORÍA

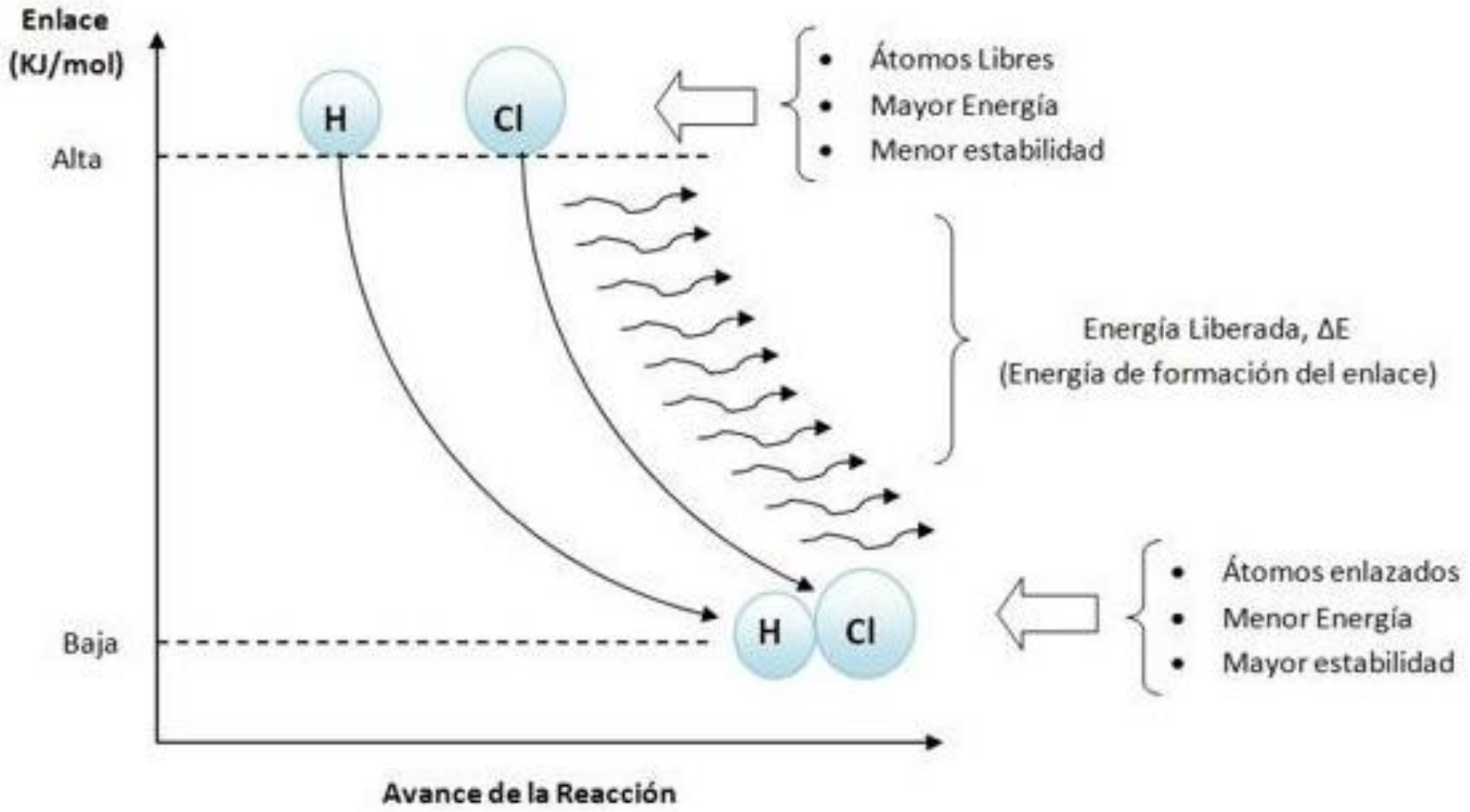
¿Qué es el enlace químico?

- Para hablar sobre las propiedades de las sustancias debemos saber que un enlace químico es la unión que se establece entre los átomos o las partículas elementales que constituyen una sustancia. Pueden ser iónicos, covalentes y metálicos.



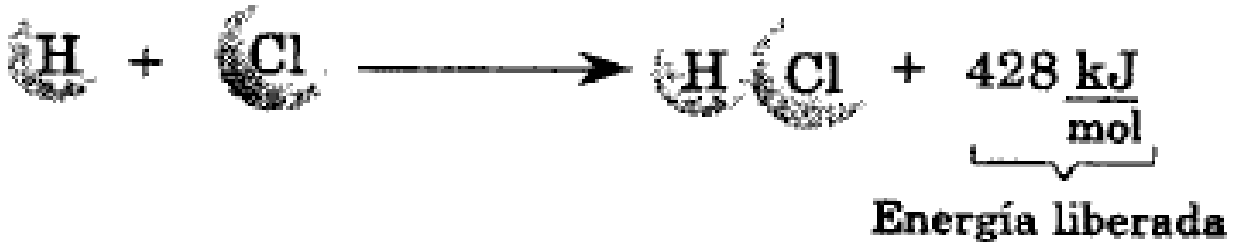
DEFINICIÓN DE ENLACE QUÍMICO

Cuando los átomos se enlazan, buscan alcanzar un sistema de mayor estabilidad formando moléculas o agregados de iones con menor energía.



DEFINICIÓN DE ENLACE QUÍMICO

La energía emitida en la formación de un enlace, es una medida de la estabilidad del enlace formado:



Cuando se “rompe” un enlace químico, la energía requerida (energía de disociación) es igual a la energía liberada en la formación de dicho enlace (energía de formación).

DEFINICIÓN DE ENLACE QUÍMICO

OBSERVACIONES:

* Cuanto mayor sea la energía de disociación de enlace, mas fuerte es dicho enlace químico.

* A la energía de formación y energía de disociación de enlace, se le denomina simplemente **energía de enlace**.

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

IÓNICO	COVALENTE	METÁLICO
Δ E.N. > 1,7	Δ E.N. < 1,7	SOLO METALES

*** Δ E.N. : DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDADES**

NOTA

A mayor Δ E.N. el enlace presenta mayor porcentaje de carácter iónico.

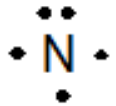
ELECTRONES DE VALENCIA Y NOTACIÓN DE LEWIS

Se denominan “electrones de valencia” a los electrones del último nivel de energía de un átomo y son los que intervienen en una reacción química. Este concepto se limita a los elementos de los bloques “s” y “p” de la T.P. (elementos representativos).

Sean los ejemplos:

Ejem. 1 : Para el N (Z = 7)

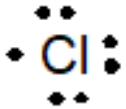
$$_{7}N : [He]\,2s^{2}\,2p^{3} \begin{cases} \text{5 electrones en el último nivel} \\ \text{5 electrones de valencia} \end{cases}$$

Representación: 

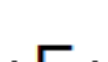
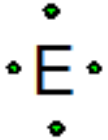
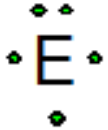
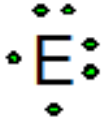
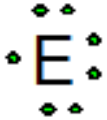
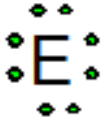
ELECTRONES DE VALENCIA Y NOTACIÓN DE LEWIS

Ejem. 2 : Para el Cl (Z = 17)

$$_{17}Cl : [Ne]\, 3s^{2}\, 3p^{5} \begin{cases} 7 \text{ electrones en el último nivel} \\ 7 \text{ electrones de valencia} \end{cases}$$

Representación : 

Según los ejemplos se observa, que los electrones de valencia son los que se encuentran en el último nivel de energía, éstos participan en la formación de un enlace químico y se les representa mediante la notación "punto - electrón" propuesto por Lewis. Para los Elementos Representativos, se tiene :

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Notación de Lewis								

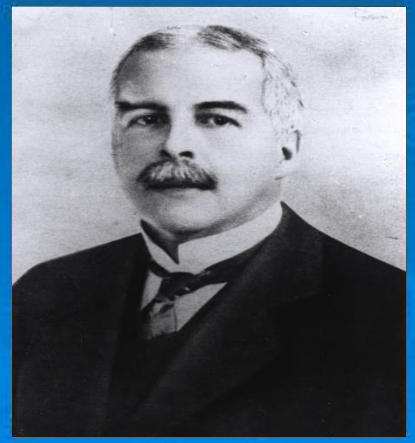
Nota: La notación de Lewis para los grupos IIA; IIIA y IVA corresponden a los átomos en su estado excitado.

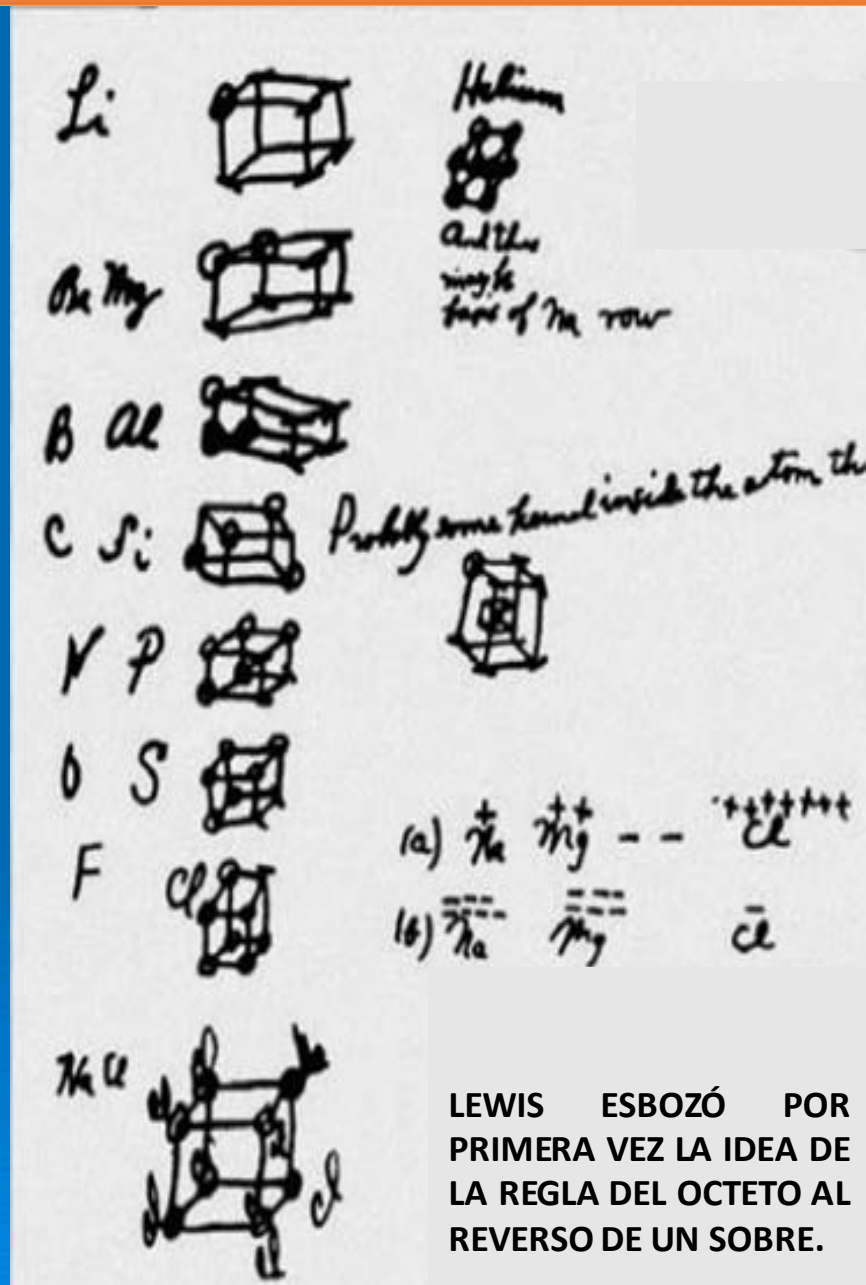
REGLA DEL OCTETO

Una primera aproximación para interpretar el enlace

- A principios del siglo XX, el científico **Lewis,** observando la poca reactividad de los gases nobles (estructura de 8 electrones en su último nivel),sugirió que *los átomos al enlazarse "tienden" a adquirir una distribución de* ***electrones de valencia*** *igual a la del gas noble más próximo*

REGLA DEL OCTETO





LEWIS ESBOZÓ POR PRIMERA VEZ LA IDEA DE LA REGLA DEL OCTETO AL REVERSO DE UN SOBRE.

REGLA DEL OCTETO

"Los átomos se enlazan para ser más estables, esto se logra mediante la ganancia, pérdida o compartición de electrones hasta estar rodeados por ocho electrones de valencia". Esto fue planteado por Lewis-Kossel, indicando además que "los átomos se combinan con la finalidad de alcanzar una configuración electrónica más estable" (semejante a la de los *gases nobles*).
La Regla del Octeto nos ofrece una referencia muy útil para realizar los tipos de enlace, pero existen muchas excepciones.

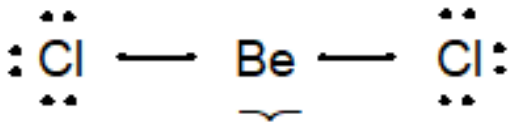
EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

A. Octeto incompleto : Se presenta cuando algunos elementos de los grupos IIA (Be), IIIA (B, Al) forman enlace sin completar ocho electrones externos. También se incluye al hidrógeno.

Átomo	Número de electrones necesarios para estabilizarse
H ; He ; Li	$2e^-$ (1 DUETO)
Be ; Hg	$4e^-$ (2 DUETOS)
B ; Al ; Sn	$6e^-$ (3 DUETOS)

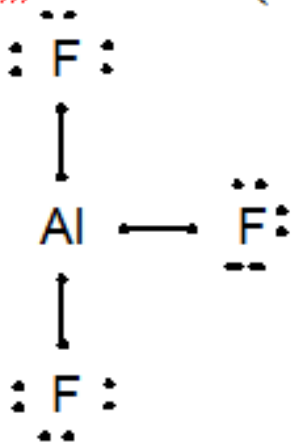
REGLA DEL OCTETO

Ejm. 1 : Cloruro de berilio ($BeCl_2$)

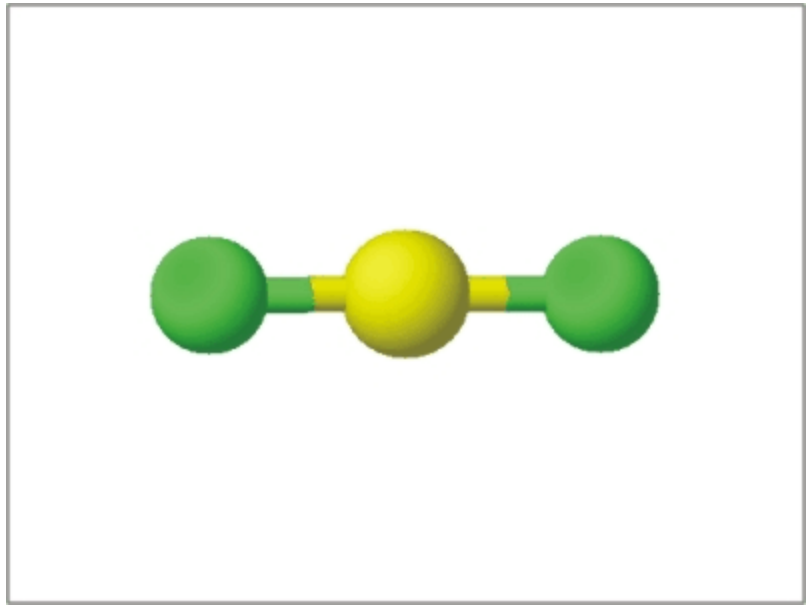


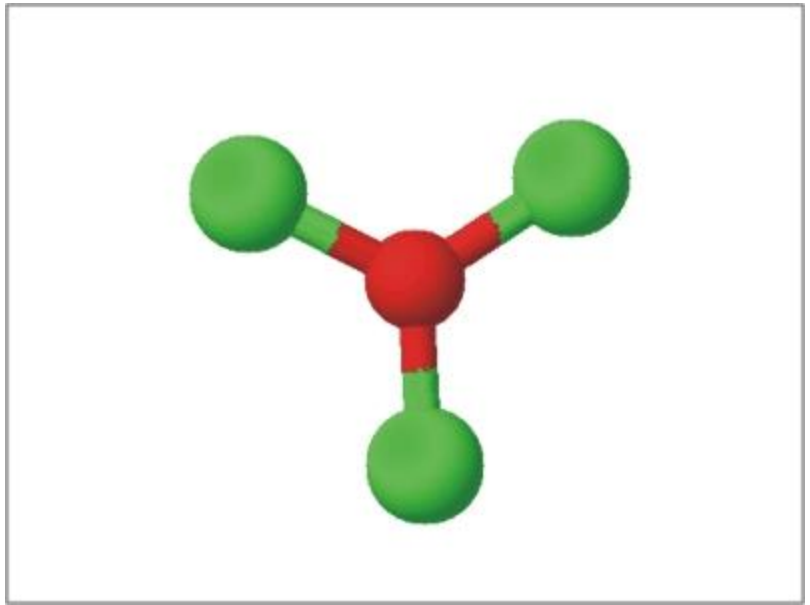
El berilio se encuentra rodeado por 4 electrones

Ejm. 2 : Trifluruo de aluminio (AlF_3)



El aluminio se encuentra rodeado por 6 electrones

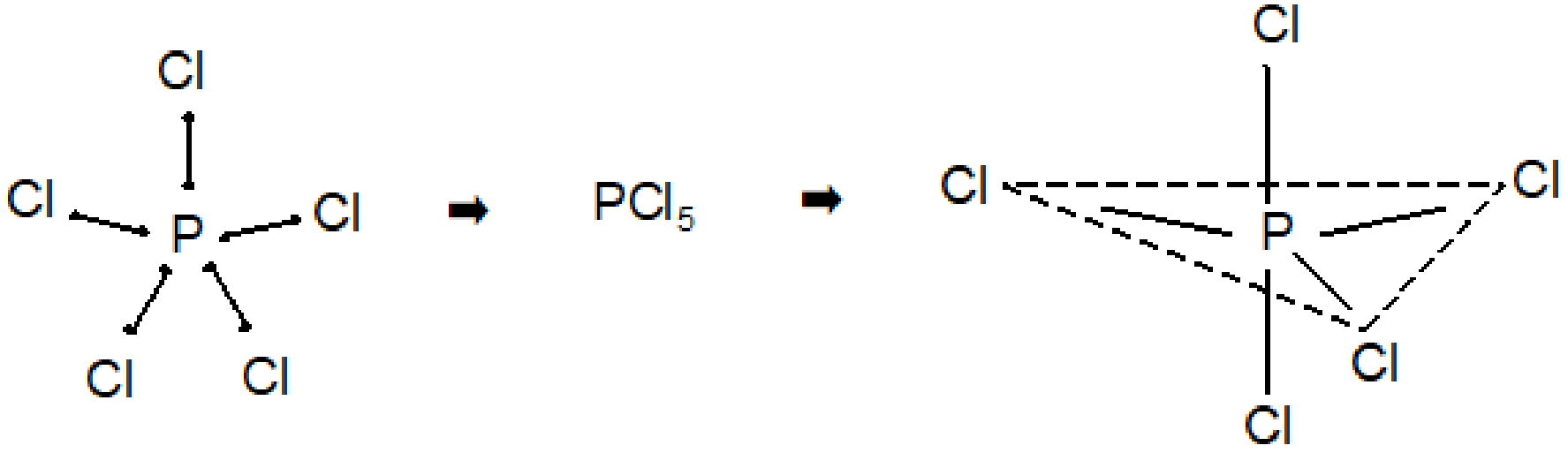




REGLA DEL OCTETO

B. Octeto expandido : Se produce en átomos que completan más de ocho electrones externos al formar enlace. Se presentan en casos particulares.

Ejemplo : Pentacloruro de fósforo (PCl_5)

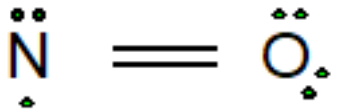


El átomo de fósforo (P), se encuentra rodeado por 10 electrones

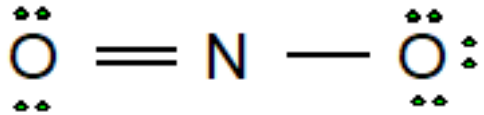
REGLA DEL OCTETO

C. Moléculas con un número impar de electrones o paramagnéticas: Estas moléculas tampoco cumplen la Regla del Octeto puesto que presentan un orbital con un electrón desapareado, razón por la cual son afectados por un campo magnético externo al igual que los elementos paramagnéticos.

Ejm. 1 : Óxido nítrico (NO)

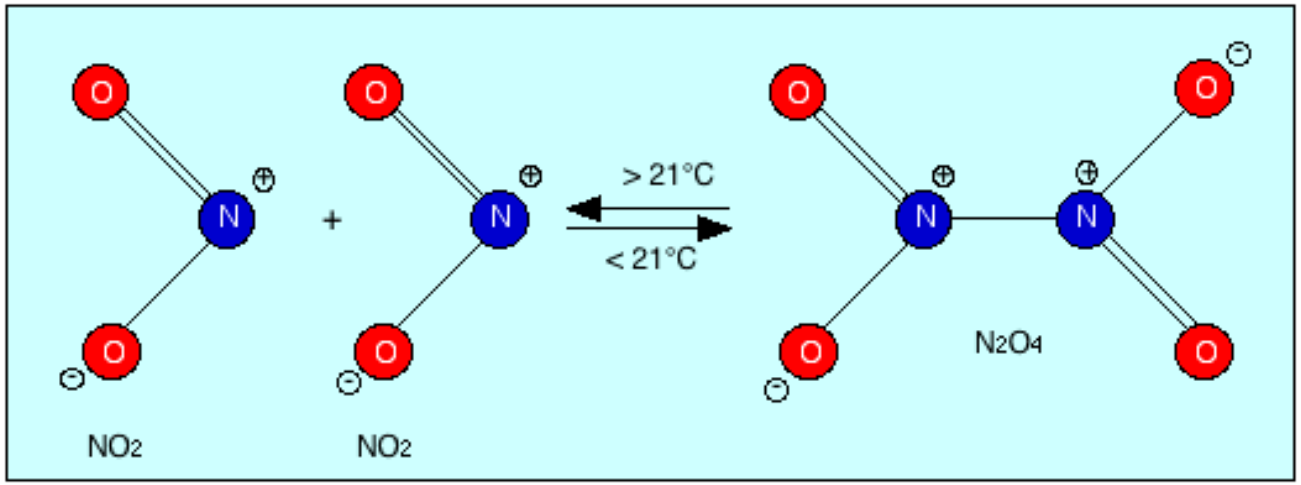


Ejm 2 : Dióxido de nitrógeno (NO_2)



OBSERVACIÓN:

Algunas moléculas como el NO_2 adquieren mayor estabilidad dimerizandose a N_2O_4.



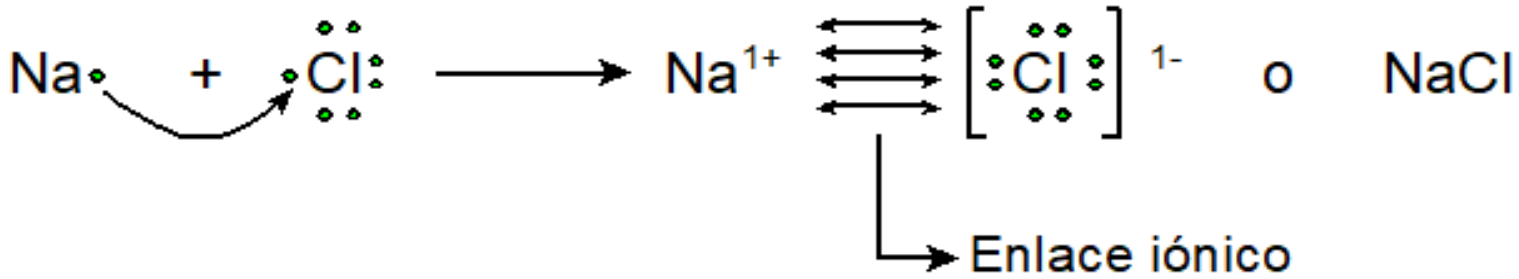
TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

I. ENLACE IÓNICO (Electrovalente)

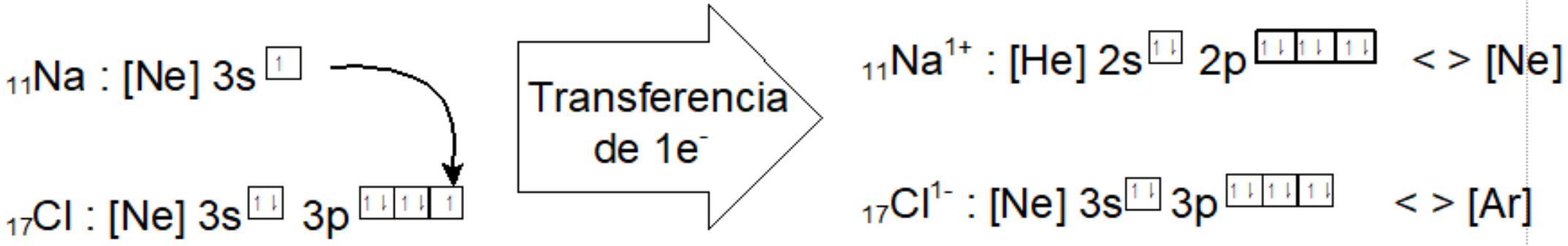
Resulta de la atracción electrostática de iones que tienen cargas opuestas, constituyendo agregados regulares llamados sólidos cristalinos.

Ejemplo :

En la formación del cloruro de sodio; cuando el sodio metálico se pone en contacto con el cloro gaseoso ocurre una reacción violenta formando así al cloruro de sodio (NaCl) que puede representarse así :



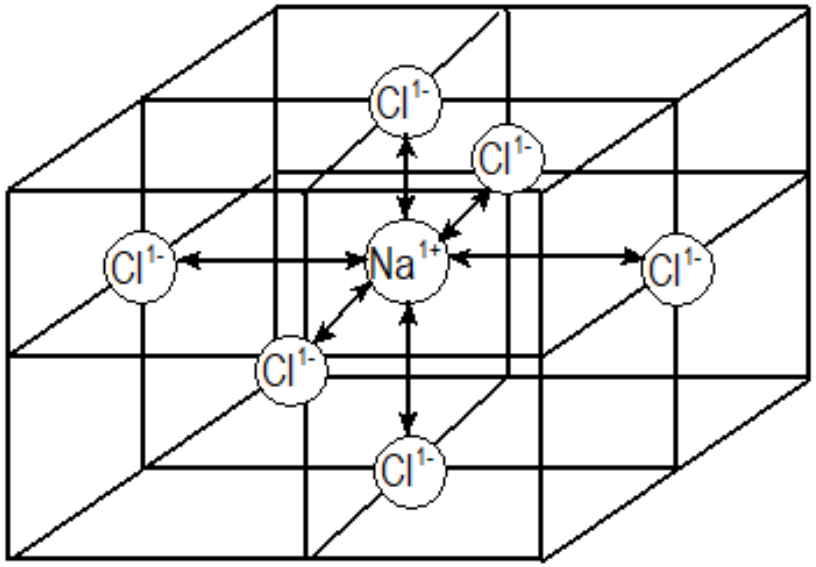
Analizando las configuraciones electrónicas veremos que ambos elementos al ionizarse alcanzan el octeto electrónico

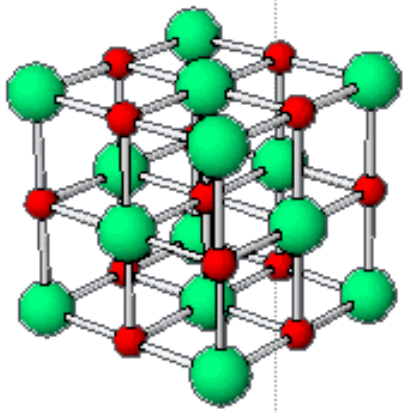


TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

Propiedades de los compuestos iónicos:

1. A condiciones ambientales son sólidos cristalinos duros y quebradizos de elevado punto de fusión.





Vista micrográfica del cristal de cloruro de sodio NaCl. Obsérvese que cada ion Na^{1+} está rodeado por seis iones cloruro (Cl^{1-}) así como cada ion cloruro está rodeado de seis iones sodio. La atracción es polidireccional; esto explica las propiedades de los sólidos iónicos, como el punto de ebullición elevado (mayor a 400 °C).

OBSERVACIÓN:

En realidad el cloruro de sodio no tiene una fórmula definida puesto que está conformada por una red gigantesca de iones Na^{1+} y Cl^{1-} donde la mínima unidad fórmula aceptada es NaCl.

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

2. Son conductores eléctricos sólo estando fundidos o en disolución.

3. En compuestos iónicos binarios, generalmente la diferencia de electronegatividades (ΔE.N.) cumple :

$$\Delta E.N. > 1,7$$

4. Los compuestos iónicos binarios generalmente están constituídos por un metal y un no metal:
(NaCl, K_2O, CaF_2)

5. Si los iones son poliatómicos, pueden ser sólo no metales:

$$[NH_4]^{1+}\,[NO_3]^{1-}$$

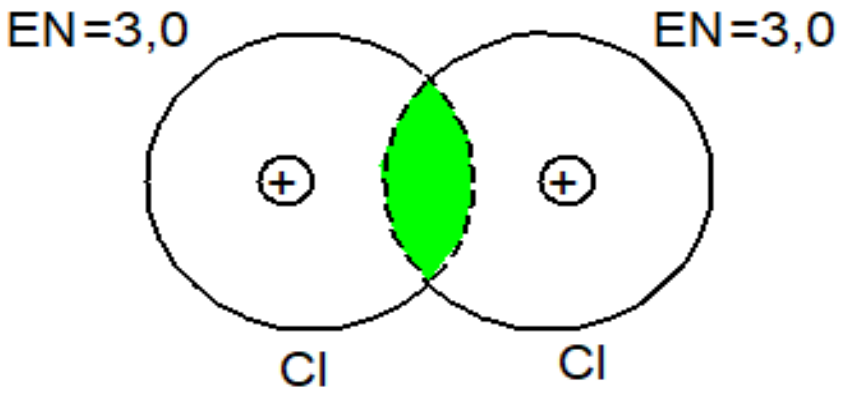
6. Un considerable número de compuestos iónicos son solubles en el agua.

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

II. ENLACE COVALENTE:

Se produce mediante la compartición de electrones, principalmente entre átomos de elementos no metálicos (también pueden intervenir metales poco activos; ejemplos: Be, Al, Hg). Se produce la superposición de orbitales atómicos (OA), llamado solapamiento, generando orbitales moleculares (OM).

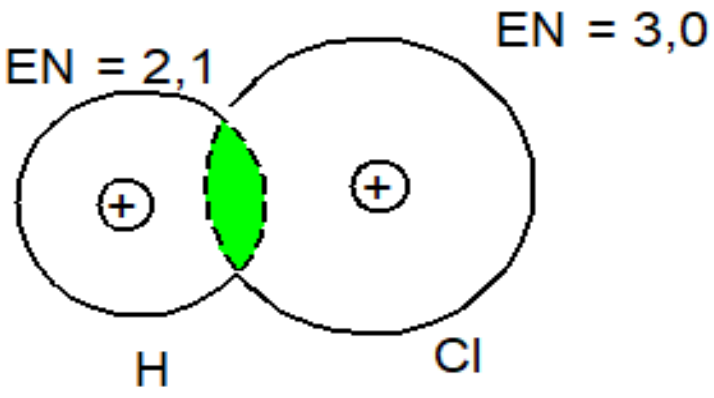
Ejm 1 : Molécula de cloro (Cl_2)



Enlace covalente apolar

- Producido entre átomos del mismo elemento.
- Se cumple : $\Delta EN = 0$
- Otros : H_2; O_2; N_2

Ejm 2 : Molécula de HCl



Enlace covalente polar

- Producido entre átomos de elementos diferentes.
- Se cumple : $\Delta EN < 1,7$
- Otros : HBr; NH_3; H_2O

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

OBSERVACIÓN:
Se le llama molécula a toda sustancia química que presenta internamente enlaces covalentes.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES

1. A condiciones ambientales pueden ser sólidas, líquidas o gases.
2. Generalmente tienen bajo punto de fusión.
3. Son muchos más los compuestos covalentes que los iónicos.
4. Mayormente sus soluciones no son conductoras de electricidad.
5. Constituyen moléculas que son agregados de un número definido de átomos iguales o diferentes (O_2, H_2SO_4, ...)
6. Generalmente:

$$\Delta E.N. < 1,7$$

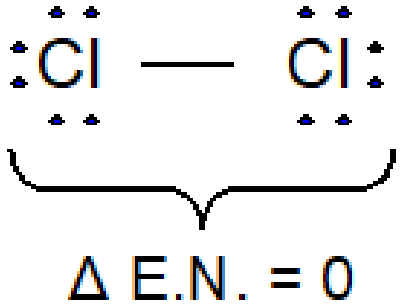
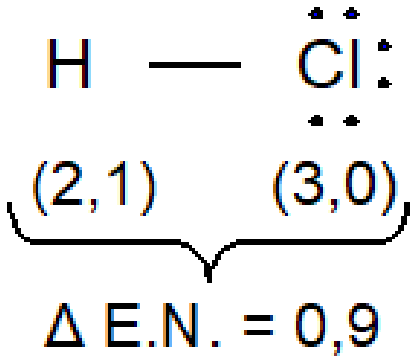
07. El enlace iónico es más fuerte que el covalente.

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES COVALENTES

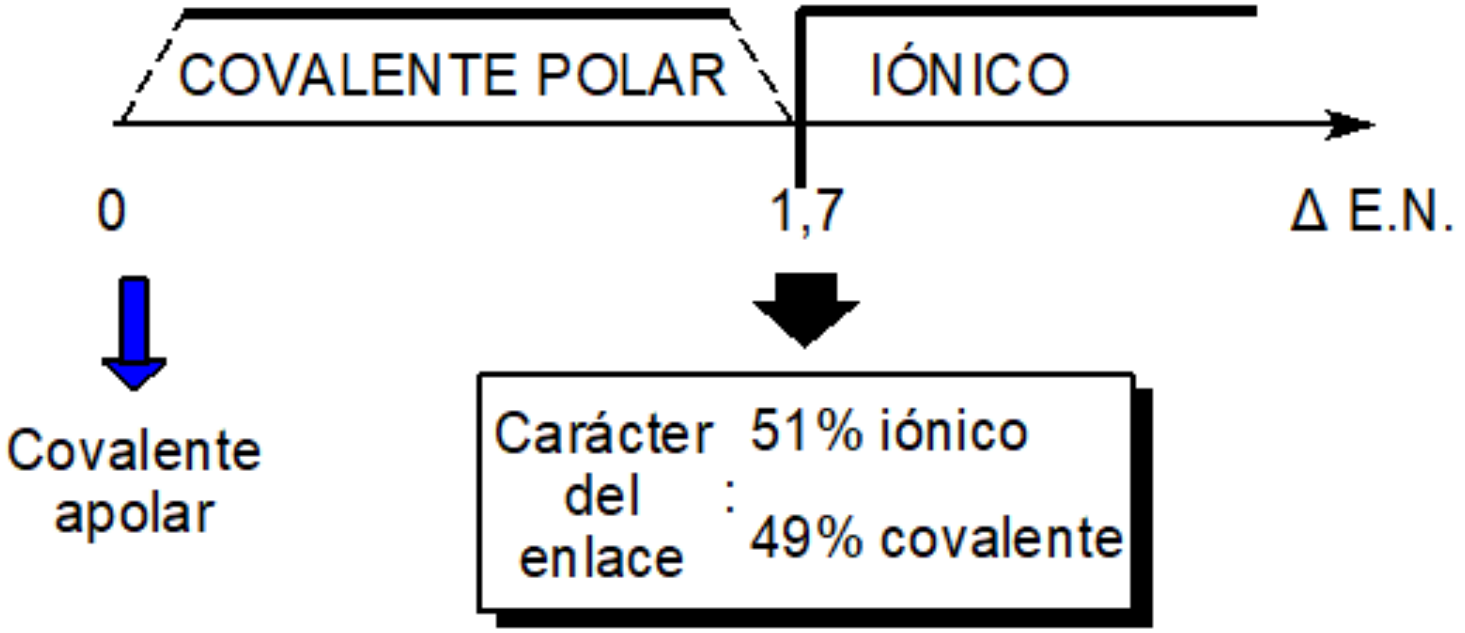
1. Por el origen de los electrones compartidos		
Enlace Covalente Normal	Cuando los dos átomos que se unen aportan el mismo número de electrones a compartirse.	A • x B H —— Br :
Enlace Covalente Coordinado o Dativo	Un solo átomo aporta los electrones compartidos. Se representa mediante una flecha que va desde el átomo que aporta los electrones hasta el que los recibe	A : B A ⟶ B

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

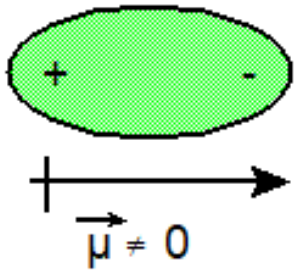
2. Por la polaridad de enlace		
Enlace Covalente Apolar (compartición equitativa)	Se produce entre átomos de igual E.N.	
Enlace Covalente Polar (compartición desigual)	Producido entre átomos de diferente E.N., los electrones compartidos se aproximan más al de mayor E.N.	

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

Regla práctica:
Según la diferencia de electronegatividad (E.N.) entre los átomos enlazados, se tiene:



Momento Dipolar de enlace (u) : Es un parámetro que mide el grado de polaridad de un enlace. Se representa mediante un vector que va desde el elemento menos electronegativo hacia el mas electronegativo, indicando el desplazamiento de la densidad electrónica. Los momentos dipolo generalmente se expresan en unidades Debye (D).



$$\vec{\mu} = q \cdot d$$

Donde :

q : Valor absoluto de la carga del electrón = $1{,}6.10^{-19}$ C

d : Longitud de enlace en metros

El factor de conversión es:

$$1 \text{ Debye (D)} = 3{,}33.10^{-30} \text{ C.m}$$

Porcentaje de Carácter Iónico : El carácter iónico y el carácter covalente se indica normalmente en forma de porcentajes , en donde se cumple que :

$$\% \text{ CI} + \% \text{ CC} = 100 \%$$

Donde :

% CI = Porcentaje de carácter iónico

% CC = Porcentaje de carácter covalente

El porcentaje de carácter iónico se puede calcular en función de la comparación teórica y experimental que presenta el momento dipolar :

$$\% \text{ CI} = \frac{\bar{\mu}_{\text{experimental}}}{\bar{\mu}_{\text{teórico}}} \cdot 100 \%$$

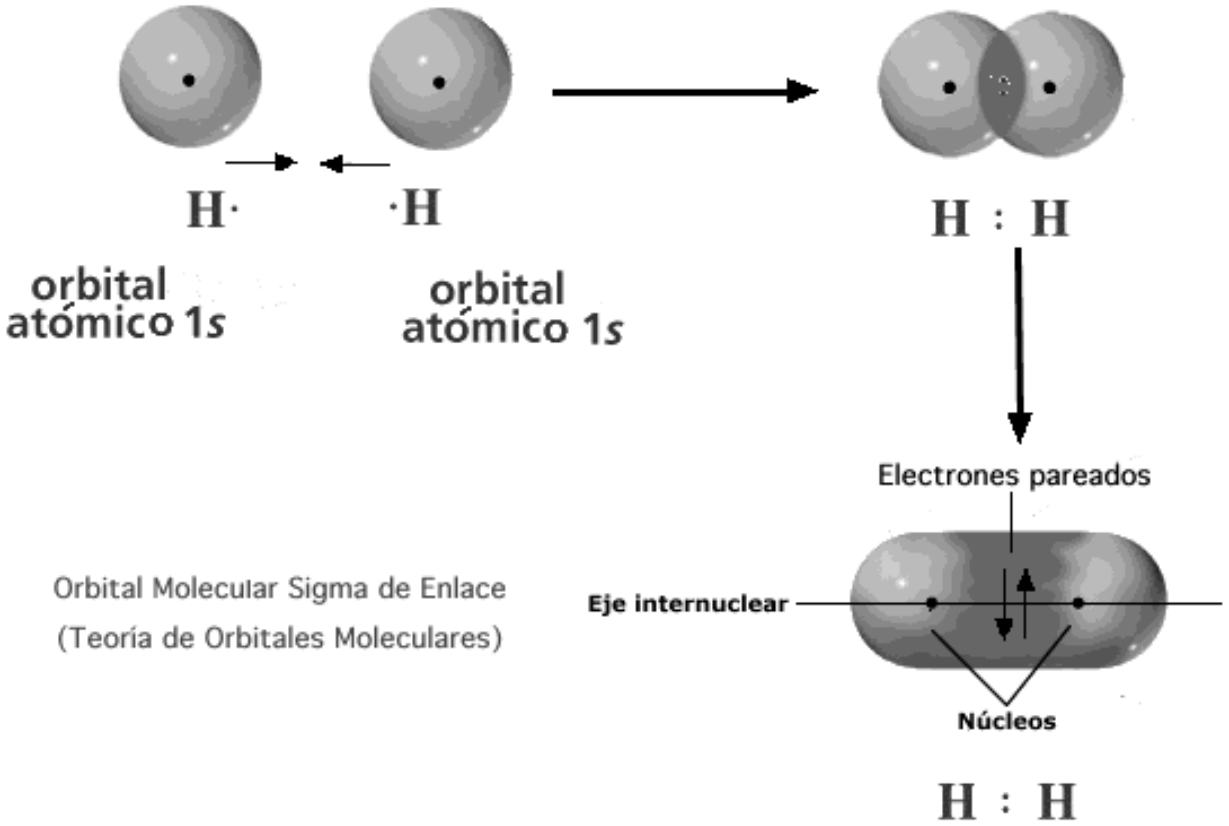
TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

3. Por el número de pares compartidos		
Enlace Simple	Un solo par de electrones compartidos (sigma, **σ**).	A —σ— B A —σ→ B
Enlace múltiple	**Enlace doble**. Se comparte dos pares de electrones (1 sigma y 1 pi).	A =σ/π= B :Ö =σ/π= Ö:
	Enlace triple. Se comparte tres pares de electrones (1 sigma y 2 pi).	A σ ≡π/π B :N ≡ N:

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

OBSERVACIONES:

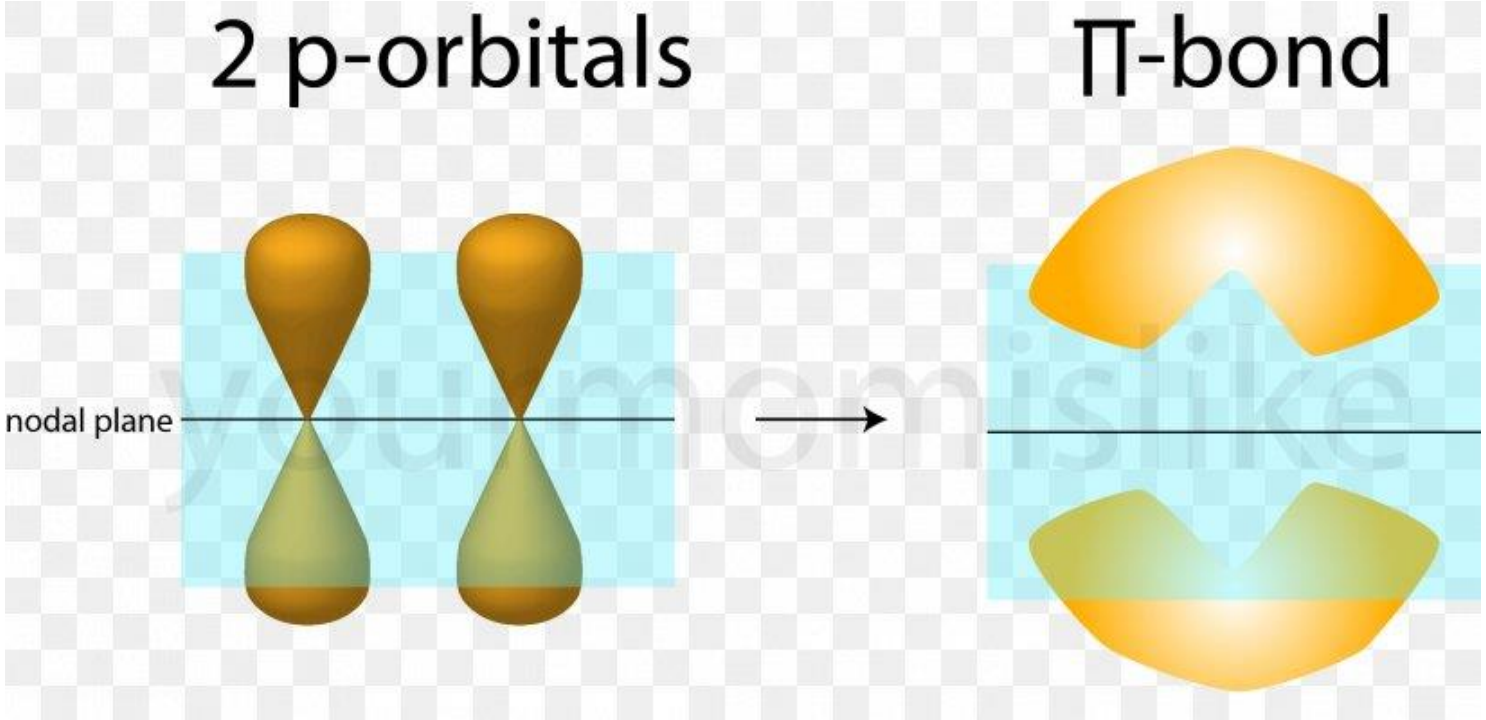
01. Un enlace **sigma** (σ) es el resultado del solapamiento frontal de dos orbitales atómicos originando un orbital molecular sigma (σ), el cual se encuentra situado sobre la línea imaginaria que une los ejes de los dos átomos enlazados. Son los enlaces más estables y son los que se forman en todo enlace sencillo.



Orbital Molecular Sigma de Enlace
(Teoría de Orbitales Moleculares)

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

02. Un enlace **pi** (π) es un enlace que resulta del solapamiento lateral de orbitales atómicos p (también puede participar orbitales "d") paralelos, desapareados y puros, produciendo un orbital molecular pi (π), el cual tiene regiones de compartición electrónica paralelas pero a lados opuestos de la línea imaginaria que une los átomos enlazados.
Un enlace pi **sólo** puede formarse si hay además un enlace sigma entre los mismos átomos, pues tienen **mayor** nivel energético y por lo tanto son menos estables que los enlaces sigma.



TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

03. Cuando existe la posibilidad de formar un enlace múltiple, siempre se forma primero el enlace sigma antes que los enlaces pi (de mayor energía), es decir, podemos concluir diciendo:

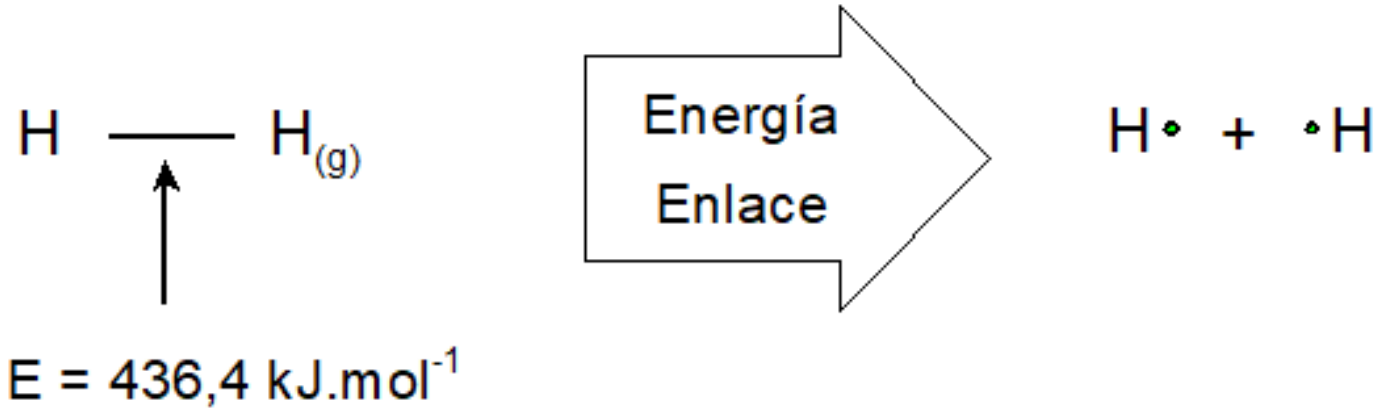
Enlace simple: 1 enlace σ
Enlace doble: 1 enlace σ + 1 enlace π
Enlace triple: 1 enlace σ + 2 enlaces π

Para un mismo par de átomos, la longitud del enlace simple es mayor que la del doble, y ésta a su vez es mayor que la del enlace triple.

Enlace	E(kJ.mol^{-1})	L (pm)
C - C	347	154
C = C	620	133
C ≡ C	812	120

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

04. La estabilidad de un enlace covalente se puede medir cuantitativamente conociendo la denominada *energía de enlace* que se define como el cambio de entalpía (energía) necesario para romper un mol de enlaces de cualquier tipo, existentes en una molécula en estado gaseoso.
Ejemplo : Para el hidrógeno gaseoso (H_2)



Para un mismo par de átomos, se puede deducir:

- A mayor multiplicidad de enlace; mayor energía de enlace.
- A mayor ΔEN; mayor energía de enlace.

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

III. ENLACE METÁLICO:

En un metal los electrones de valencia están "deslocalizados" debido a su baja energía de ionización. Un metal se puede imaginar como una estructura de cationes inmersos en un "mar de electrones" de valencia.

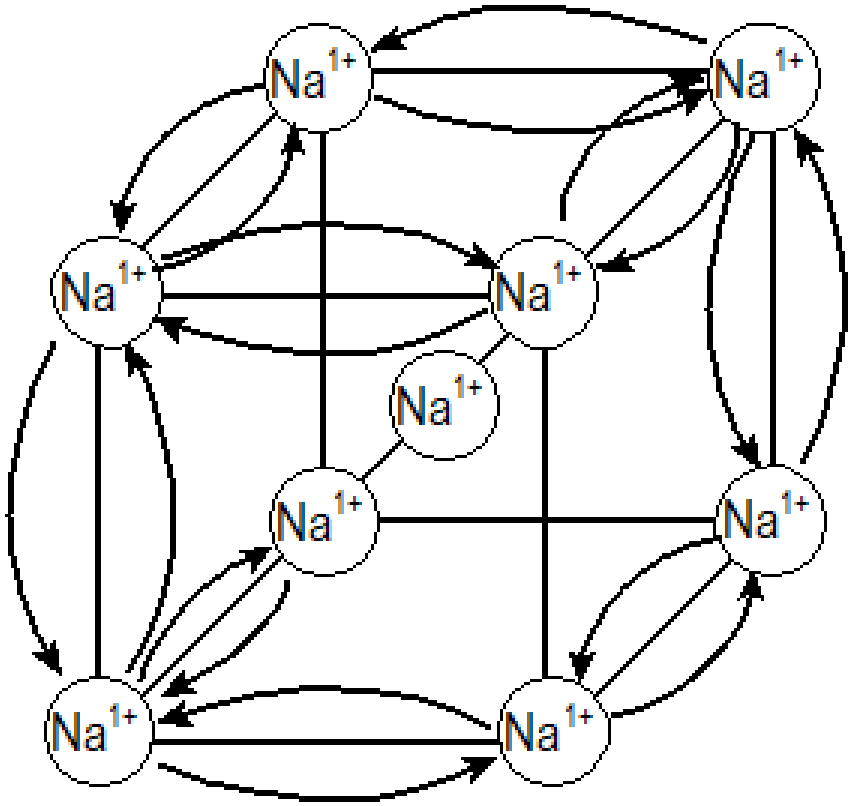
La fuerza de atracción entre los iones y los electrones es muy fuerte lo cual explica la resistencia mecánica de los metales, además la movilidad de los electrones explica su conductividad eléctrica.

Así por ejemplo, en la estructura cristalina del sodio cada átomo de sodio está ionizado según:

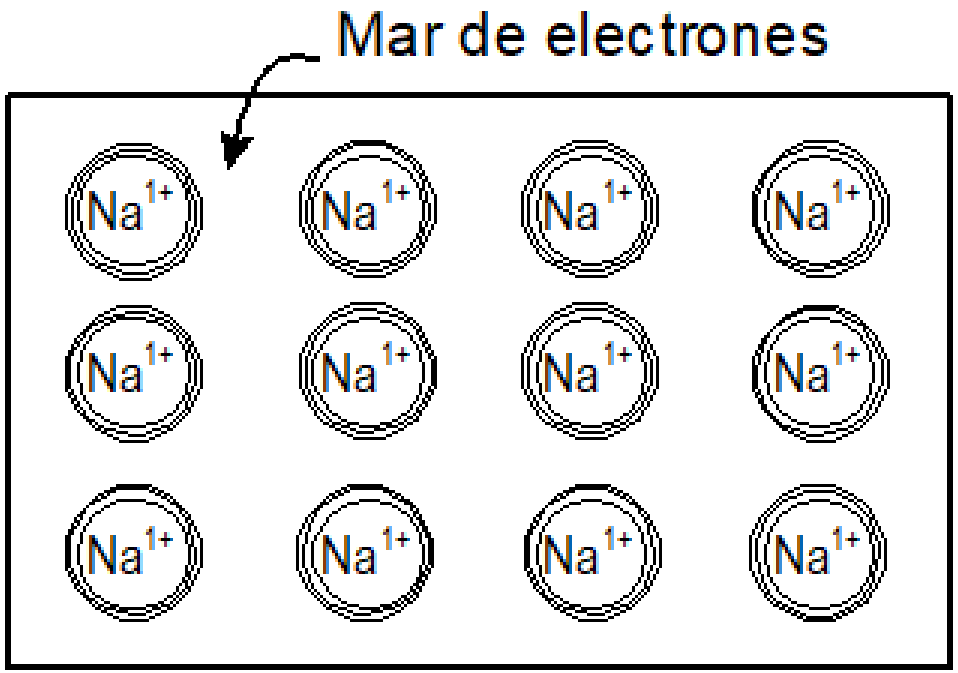
$$Na\bullet_{(s)} \rightarrow Na^{1+}_{(s)} + 1e^{1-}$$

Cada átomo de sodio forma un catión dejando un electrón libre deslocalizado en todo el cristal (obsérvese que cada átomo de sodio está rodeado por 8 átomos de sodio). Debido a que respecto al átomo no existe especie estática, los electrones de valencia libres saltan de un átomo a otro creando así una nube de electrones deslocalizados "mar de electrones" dándose así el enlace metálico entre iones y electrones.

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO



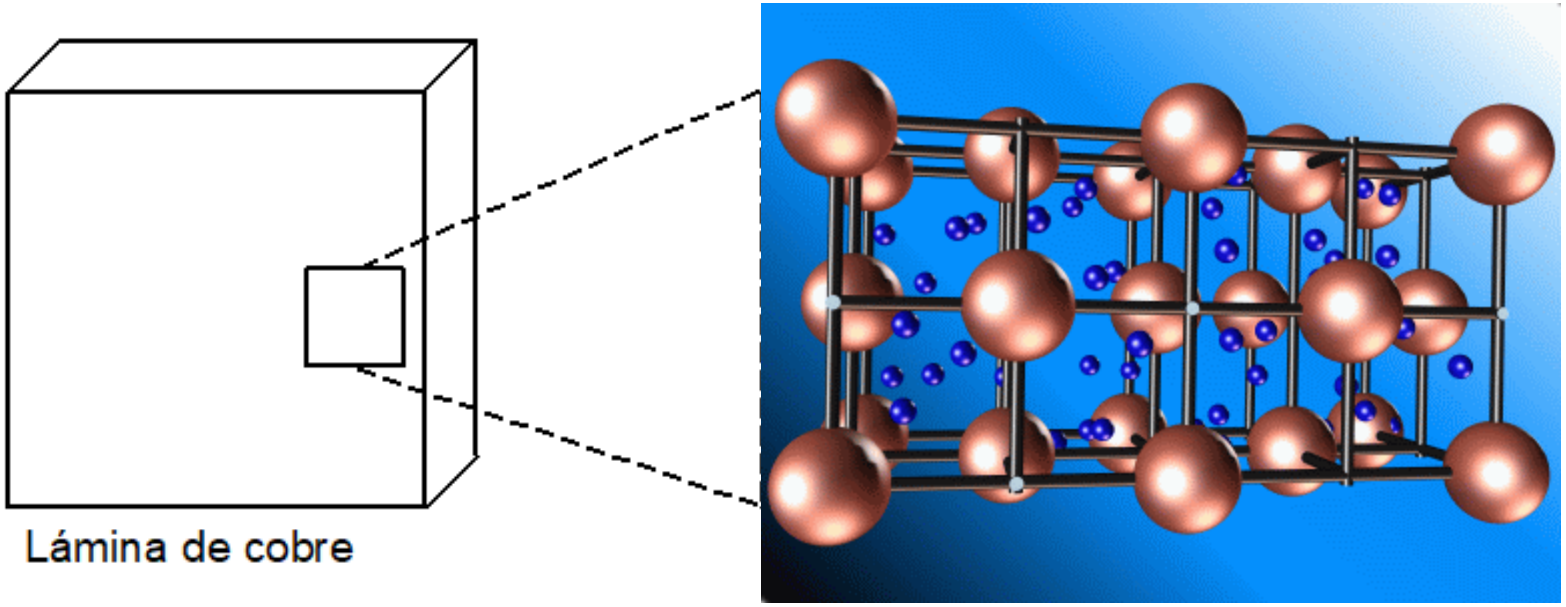
A. Vista micrográfica



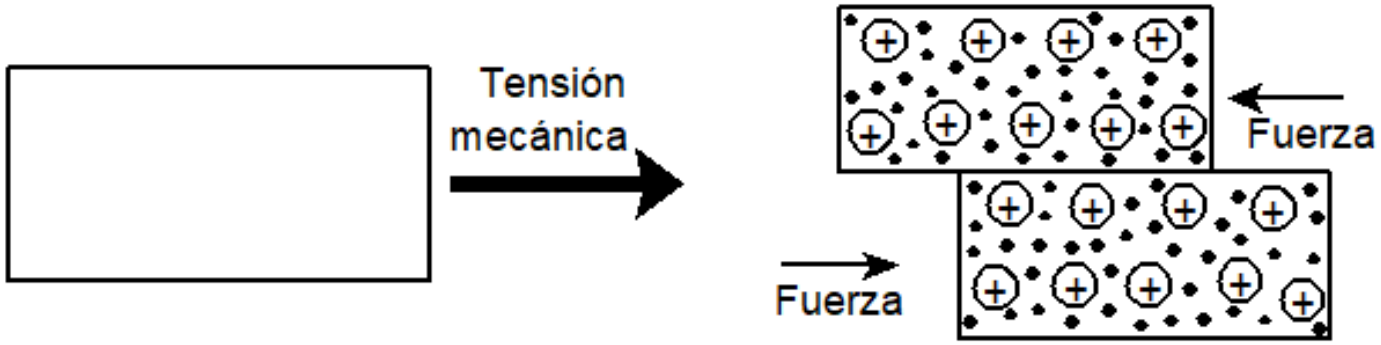
B. Corte transversal de un sólido

TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

El enlace metálico se presenta en todos los metales y algunas aleaciones como el latón (Cu + Zn), bronce (Cu + Sn).

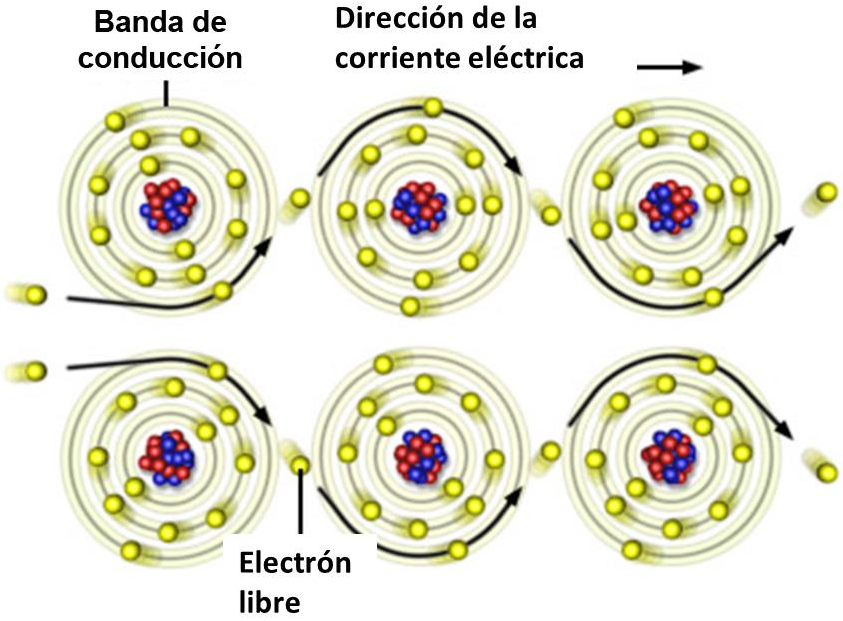


Cuando el metal se rompe, el medio circundante de los átomos metálicos permanece sin cambios, esto explica propiedades como la ductibilidad y la maleabilidad

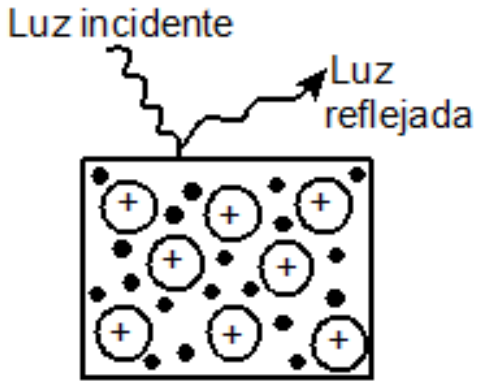


TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

Los metales conducen la corriente eléctrica debido a la gran movilidad de los electrones.



Los metales brillan debido a que la luz es reflejada por interacción del fotón con electrones libres.



- Tienen poder reflector y escasa absorción de la luz (brillo metálico)

FIN DE LA SESIÓN

PRACTICA Y APRENDERÁS